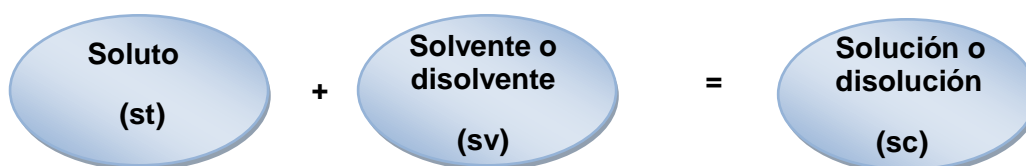


Soluciones

Definición

Una solución o disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Al componente más abundante se lo llama solvente o disolvente y a las sustancias disueltas se las denomina solutos.

De manera que se puede simbolizar a una solución como:



Clasificación de soluciones

De acuerdo al estado de agregación, que corresponde al estado del solvente, las soluciones pueden ser clasificadas en: a) gaseosas, b) sólidas y c) líquidas (Tabla 1)

Tabla 1. Diferentes tipos de soluciones de acuerdo al estado de agregación

Soluto	Solvente	Estado físico de disolución	Ejemplo
gas	gas	gas	Nitrógeno en helio
gas	liquido	líquido	soda
gas	sólido	sólido	H ₂ gaseoso en platino
líquido	líquido	líquido	Metanol en agua
sólido	líquido	líquido	KCl en agua
sólido	sólido	sólido	Latón (Cu/Zn)
liquido	solido	solido	Mercurio en plata

Enfoque submicroscópico del proceso de disolución

Cuando un soluto se disuelve en un solvente, las partículas del soluto se dispersan en el solvente ocupando posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente.

La facilidad con la que una partícula de soluto reemplaza a una molécula de disolvente depende entre otras cosas de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

✓ interacción solvente- solvente

Química

- ✓ interacción soluto-soluto
- ✓ interacción disolvente-soluto

El proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes. La primera es la separación de las moléculas de solvente y la segunda implica la separación de las partículas que forman el soluto. Estas etapas requieren energía para vencer las fuerzas de atracción intermoleculares. En la tercera etapa se produce la mezcla y atracción de las moléculas de solvente y del soluto.

Las sustancias no polares y polares son generalmente insolubles unas en otras. El hexano (C_6H_{14}) que es una sustancia no polar es insoluble en agua que es una sustancia polar. Esto se debe a que la atracción de una molécula de agua por otra es mucho mayor que la atracción de una molécula de hexano y una molécula de agua.

Sustancias cuyas fuerzas intermoleculares son del mismo tipo y magnitud son solubles entre sí. Por ejemplo, tanto el tetracloruro de carbono (CCl_4) como el yodo (I_2) son sustancias no polares, por tanto las únicas fuerzas intermoleculares presentes en ambas son las fuerzas de London. Cuando se mezclan, rápidamente se disuelven una en otra, porque las fuerzas de atracción entre las moléculas de CCl_4 y de I_2 son parecidas en magnitud.

Se dice que dos líquidos son miscibles si son completamente solubles entre sí en todas las proporciones. Los alcoholes, son miscibles en agua porque forman puentes de hidrógeno con las moléculas de agua.

Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, los iones se estabilizan en solución por la hidratación, que implica interacciones ión-dipolo. En general, los compuestos iónicos son mucho más solubles en disolventes polares, como agua, que en disolventes no polares, como benceno (C_6H_6).

Al proceso mediante el cual los iones o las moléculas se rodean de moléculas del disolvente se lo denomina solvatación, en el caso que el solvente sea agua este proceso se lo denomina hidratación (Figura 1). Debido a que las moléculas de los disolventes no polares carecen de un momento dipolar, no pueden solvatar a los iones Na^+ y Cl^- . Las fuerzas de atracción que predominan entre los iones y las moléculas no polares son las interacciones ion-dipolo inducido, que son mucho más débiles que las interacciones ion-dipolo.

Química

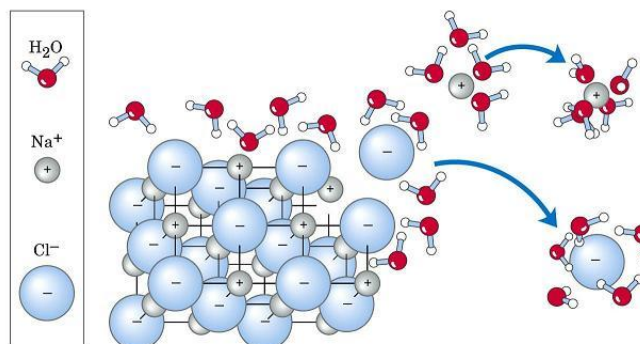


Figura 1. Esquema del proceso de disolución de un soluto iónico (NaCl) en agua

Solubilidad

La solubilidad es una medida de la cantidad de soluto que se disolverá en cierto volumen de solvente a una temperatura determinada. En muchos casos la cantidad de soluto que puede contener una solución, en relación a la cantidad de solvente, alcanza un límite y el agregado de más soluto no incrementa la concentración del mismo en la solución sino que éste tiende a mantenerse separado en otra fase diferente a la de la solución. A las soluciones en las cuales el soluto alcanza la máxima concentración posible para condiciones determinadas (temperatura, presión, etc) se las denomina soluciones saturadas.

En algunos casos es posible obtener una disolución del soluto mayor a la máxima que corresponde para las condiciones dadas en cuyo caso se dice que se trata de una solución sobresaturada. Esta solución no es estable y produce cristales de sólido en forma rápida si se la perturba ligeramente.

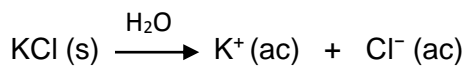
Clasificación de solutos

Los solutos que se disuelven en agua se clasifican en electrolitos y no electrolitos. Un electrolito es una sustancia que, al disolverse en agua, forma una solución que conduce la corriente eléctrica, por el contrario un no electrolito al disolverse en agua no conduce la corriente eléctrica.

A su vez los electrolitos pueden ser fuertes o débiles. En este apartado se tratarán únicamente los electrolitos fuertes. Los electrolitos fuertes son aquellos que en solución se disocian totalmente en sus iones, entendiéndose por disociar a la separación del compuesto en cationes y aniones.

Química

De tal manera se puede representar el proceso de disociación de un electrolito fuerte como el KCl de la siguiente manera:



Esta ecuación representa que todo el cloruro de potasio presente en la solución se encuentra como iones K^+ y Cl^- no existiendo unidades de KCl no disociadas en la disolución.

Formas de expresar concentración

La concentración de una solución es el número de partes de soluto que hay en un determinado número de partes de solución o de solvente. La concentración es una propiedad intensiva.

Existen diversas formas de expresar la concentración de una solución, como se describe en la Tabla 2.

Tabla 2. Diferentes formas de expresar concentración de las soluciones

Denominación	Unidad de concentración	Significado
Porcentaje en masa	% m/m	g st / 100 g de sc
Porcentaje en volumen	% V/V	cm ³ st / 100 mL sc
Fracción molar soluto	X _{st}	mol soluto / moles totales
Fracción molar de solvente	X _{sv}	mol solvente/ moles totales
Molaridad	M	mol st / dm ³ sc
Partes por millón	ppm	mg st / L sc mg st/ kg sc

(m=masa, V= volumen, st= soluto, sv= solvente, sc = solución)

Densidad

Química

Para poder convertir diferentes formas de concentración expresadas en relación m/m en m/V y viceversa es necesario conocer el dato de la densidad de la solución (δ_{sc}). Se define densidad de una solución al cociente entre la masa de solución (m_{sc}) y volumen de la solución (V_{sc}).

$$\delta_{sc} = \frac{m_{sc}}{V_{sc}}$$

Todas las propiedades mensurables de la materia corresponden a 2 categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas. La masa y el volumen son propiedades extensivas ya que dependen de la cantidad de materia que se considere. La densidad en cambio, es una propiedad intensiva ya que no depende de la cantidad de materia que se considere.

La unidad del Sistema Internacional (SI) para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad resulta muy grande para muchas aplicaciones químicas, en consecuencia es más frecuente utilizar los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o su equivalente de gramos por mililitro (g/mL)

$$1,00 \text{ g/cm}^3 = 1,00 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1,00 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

Variación de la concentración de las soluciones

a-Diluir

Se denomina diluir al proceso por el que se reduce la concentración de un soluto en solución, por el agregado de más solvente. Cuando se diluye una solución, el mismo número de moléculas de soluto ocupa un volumen mayor; por lo tanto hay un número menor de moléculas en un volumen determinado (Figura 2).

Química

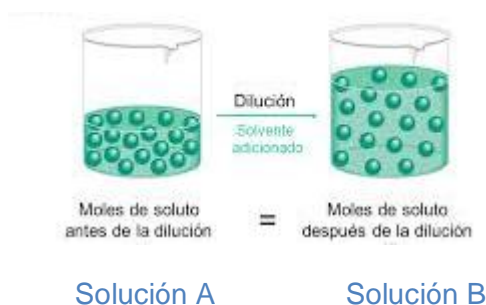


Figura 2. Esquema que representa el proceso de dilución. Observe como al diluir la solución A mediante la adición de solvente, se obtiene una solución B que tiene el mismo número de moles que A pero en un volumen mayor.

Ej: Si a 10,0 mL de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 2,00 M y se le agrega 90,0 mL de agua, si consideramos los volúmenes aditivos, se obtienen 100,0 mL de una solución de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ cuya concentración es 0,20 M, que resulta ser menor que la inicial (Figura 3)

Al diluir una solución, la concentración de la solución diluida siempre es menor que la de la solución de partida



Figura 3. Variación de la intensidad de color de una solución nitrato de cobalto (II) con el aumento de la dilución.

Una forma de expresar diluciones es indicando que es una **solución diluida al volumen de solución final** lo que indica que se toma una parte de solución madre (concentrada) y se lleva a volumen final mediante el agregado de solvente.

Ejemplo: para preparar 10,0 mL de una solución diluida al decimo (1/10) se toma 1,0 mL de solución concentrada y se la lleva a 10,0 mL de volumen final con el agregado de solvente (Figura 4)

Química

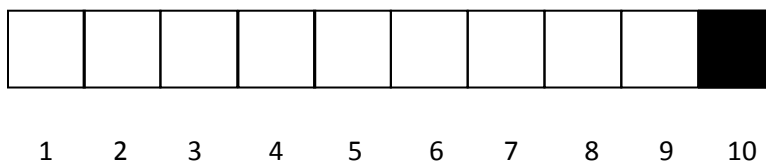


Figura 4. Esquema para una dilución al décimo (1/10)

b- Concentrar

Se denomina concentrar al proceso por el que se aumenta la concentración de un soluto en solución. Este proceso se puede lograr de dos maneras:

- ✓ Agregando soluto, por lo que tengo una masa mayor de soluto en el mismo volumen de solución.
- ✓ Evaporando solvente, en cuyo caso la misma masa de soluto se encuentra en un volumen menor de solución (Figura 5)

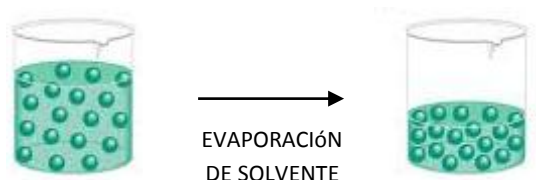


Figura 5. Esquema que representa el proceso de concentración de una solución por evaporación del solvente.

Al concentrar una solución, la concentración de la solución concentrada siempre es mayor que la de la solución de partida

Preparación de soluciones

Una solución puede prepararse a partir de sustancias en estado sólido o de soluciones concentradas.

- ✓ Si se prepara a partir de sustancia en estado sólido se pesa una determinada masa de soluto, se disuelve en un vaso de precipitado en un volumen de agua menor al de la solución que se desea preparar, agitando para facilitar la disolución del soluto. Luego se transfiere a un matraz aforado con la ayuda de un embudo. Por último se enrasa, llevando a volumen final con agua destilada y se homogeneiza la solución preparada invirtiendo suavemente el matraz (Figura 6).

Química



Figura 6. Preparación de una solución a partir de una sustancia en estado sólido

✓ Si se prepara una solución a partir de otra concentrada. Se debe conocer la densidad y la concentración de la solución concentrada para calcular que volumen de dicha solución se necesita para preparar la solución más diluída. Luego se mide el volumen de solución concentrada y se transfiere a un matraz aforado que contenga un cierto volumen de agua. Por último, se lleva a volumen final, se enrasa y se homogeneiza la solución preparada (Figura 7).

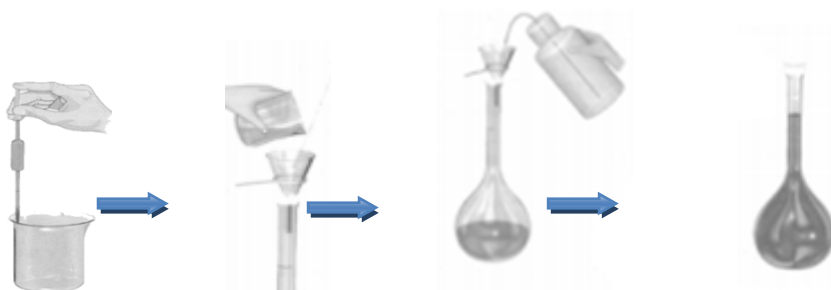


Figura 7. Preparación de una solución a partir de una solución concentrada.



Química

GASES

Nos referimos a los gases como aquellas sustancias que se encuentran en estado gaseoso a temperatura y presión ambiente.

La *teoría cinética* de los gases permite explicar muy bien las propiedades físicas características de los gases, sus postulados son:

- Los gases están constituidos por moléculas (o átomos en gases monoatómicos) que se encuentran muy alejadas entre sí.
Es posible comprimir un gas al disminuir la distancia entre las moléculas, es decir, que al aumentar la presión el volumen disminuye.
- Las moléculas de los gases se mueven continuamente en línea recta. Sólo cambian de dirección al chocar entre sí o con las paredes del recipiente. La presión que ejercen los gases es consecuencia de los choques de las moléculas con la superficie de los recipientes que los contienen.
Las colisiones entre las moléculas son elásticas, o sea, la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones. Sin embargo, la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.
- La velocidad media y la energía cinética media de las moléculas del gas son proporcionales a la temperatura.

Presión de un gas

La presión es una de las propiedades de los gases. Se define como la fuerza aplicada por unidad de área:

$$Presión = \frac{Fuerza}{Área}$$

La unidad del Sistema Internacional de unidades de presión es el pascal, que se define como un “newton por metro cuadrado”:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2.$$

En química, frecuentemente se utilizan otras unidades de presión, como por ejemplo, atmósferas (atm) y milímetros de mercurio (mmHg).

La unidad de mmHg también se denomina torr, en honor al científico italiano Torricelli, que inventó el barómetro. Así $1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$.

Las equivalencias entre las unidades de presión son:

$$1 \text{ atm equivale a } 760 \text{ mmHg y a } 1013 \text{ hPa } (1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa})$$



Química

Las leyes de los gases

La Ley de Boyle: relación entre Presión – Volumen a temperatura constante

En una serie de experimentos, el químico inglés, Robert Boyle analizó la relación que hay entre la presión y el volumen de una muestra de gas. Cuando la temperatura se mantiene constante (isotérmico), el volumen (V) de una cantidad dada de un gas disminuye cuando la presión total que se aplica (P) aumenta.

Por el contrario, si la presión que se aplica disminuye, el volumen del gas aumenta.

La expresión matemática que señala la relación inversa entre la presión y el volumen:

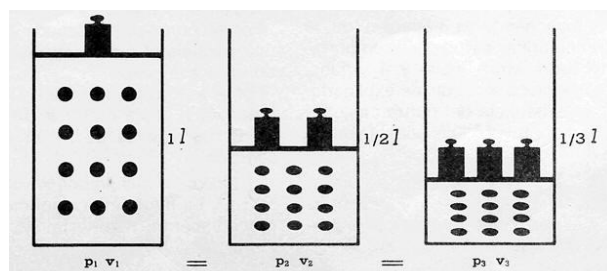
$$P = k_1 \cdot \frac{1}{V}$$

Siendo k_1 la constante de proporcionalidad. La expresión de la **Ley de Boyle**, establece que la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas; reordenando : **$P \cdot V = k_1$**

Esta forma de la Ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen de un gas a temperatura constante y para una cantidad de gas fija, es una constante.

Así la constante de proporcionalidad k_1 , es igual a **$n \cdot R \cdot T$** .

R es una constante y n es la cantidad de gas (expresada en moles).



En el esquema se representa, que a temperatura constante, a medida que aumenta la presión, disminuye el volumen.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el producto **$P \cdot V$** será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas a temperatura constante, se tiene:

$$P_1 \cdot V_1 = k_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{ó}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Esta expresión permite predecir de qué manera se verá afectado el volumen de un gas por un cambio de presión, o cómo influirá la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen. Siendo P_1 y V_1 (condiciones iniciales), P_2 y V_2 (condiciones finales).

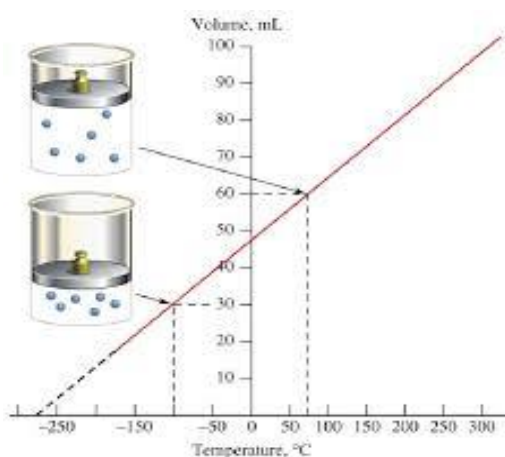
Química

Ley de Charles y Gay-Lussac: relación Temperatura – Volumen a presión constante

Los científicos franceses Charles y Gay-Lussac demostraron que, a una presión constante, el volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta y se contrae al enfriarse. Las relaciones cuantitativas implicadas de temperatura y volumen del gas resultan interesantes cuando se estudia a diferentes presiones.

A cualquier presión dada, el gráfico de volumen en función de la temperatura es una línea recta. Extrapolando la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. En la práctica, se puede medir el volumen de un gas sólo en un intervalo limitado de temperatura, ya que todos los gases se condensan a bajas temperaturas, para pasar al estado de agregación líquido.

La temperatura $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, se identificó como **cero absoluto**, teóricamente la temperatura más baja posible. Tomando el cero absoluto como punto de partida, se estableció entonces una escala de temperatura absoluta, conocida como escala de temperatura Kelvin. En la escala Kelvin, un grado kelvin (K) es igual en magnitud a un grado Celsius, la única diferencia entre ambas escalas es la posición del cero.



Para conocer la temperatura absoluta T a partir de la temperatura en $^{\circ}\text{C}$, se emplea la siguiente relación:

$$T (\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) \cdot 1\text{K}/1^{\circ}\text{C} + 273,15 \text{ K}$$

Para su uso puede usarse:

$$T = t^{\circ}\text{C} + 273,15$$

Por convención, se utiliza **T** para expresar temperatura absoluta (kelvin) y **t** para indicar la temperatura en la escala Celsius.

La relación del volumen de un gas con la temperatura se puede expresar como:



Química

$$\frac{V}{T} = k_2$$

Siendo k_2 la constante de proporcionalidad. La expresión se conoce como Ley de Charles y Gay-Lussac, o simplemente ley de Charles, que dice, “el volumen de una cantidad fija de un gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Donde k_2 es igual a $n.R/P$

Es posible comparar dos condiciones de volumen y temperatura para una muestra dada de un gas a presión constante, se tiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

La segunda a ley de Charles indica que para una cantidad de gas a volumen constante, la presión del gas es directamente proporcional a la temperatura:

$$\frac{P}{T} = k_3$$

Donde k_3 es igual a $n.R/V$

Hipótesis de Avogadro: relación entre volumen y cantidad de gas

Esta ley establece que volúmenes iguales de diferentes gases, a temperatura y presión constantes, contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). El volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir:

$$V = k_4.n \quad (\text{siendo } k_4 = RT/P)$$

Donde n representa la cantidad de gas (expresada en moles) y k_4 es la constante de proporcionalidad.

Ecuación del gas ideal

Relacionando las leyes de los gases, (Ley de Boyle, Ley de Charles y Gay-Lussac y Ley de Avogadro), es posible llegar a una sola ecuación para el comportamiento de los gases:

$$P.V = n.R.T$$

Donde R , la constante de proporcionalidad, se denomina constante del gas ideal.



Química

La expresión $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, conocida como **ecuación del gas ideal**, explica la relación entre cuatro variables: P, V, T y n.

El gas ideal es un gas hipotético, donde las moléculas no se atraen o se repelen entre sí, es decir, no hay interacción entre las moléculas y cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal.

Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, los gases reales se comportan de forma bastante similar a este gas ideal en ciertos rangos de presión y temperatura, por ejemplo a 0°C ó 273,15 K y 1 atm de presión.

Las leyes de los gases y la teoría cinética molecular suponen que, en el estado gaseoso, las moléculas no ejercen fuerza alguna entre éstas, ya sean de atracción o de repulsión. Como dijimos anteriormente un gas que satisface estas condiciones se dice que manifiesta un comportamiento ideal.

Aunque se puede suponer que los gases reales se comportan como un gas ideal, no ocurre esto en todas las condiciones. Por ejemplo, las fuerzas de atracción actúan entre las moléculas a distancias relativamente cortas; a presión atmosférica, las moléculas de un gas están muy separadas y las fuerzas de atracción son despreciables. Por el contrario, a presiones más elevadas, aumenta la densidad del gas y las moléculas ahora están más próximas unas de otras, entonces las fuerzas intermoleculares pueden ser muy significativas y afectar el movimiento de las moléculas, por lo que el gas real no se comporta en forma ideal.

Otro factor, que hace que un gas real se aleje del comportamiento ideal, es a bajas temperaturas, pues disminuye la energía cinética promedio de las moléculas, y las mismas pierden el impulso necesario para vencer la atracción mutua.

En las condiciones, de 0°C (273,15 K) y 1 atmósfera de presión, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L (1 dm³). Estas condiciones se denominan **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)**, también **(temperatura y presión estándar (TPE))**.

El valor de R, se puede calcular mediante la expresión:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}}$$

Siendo el valor de **R = 0,082 dm³.atm/K.mol**

La ecuación del gas ideal es útil para resolver problemas que no implican cambios en P, V, T y n de una muestra de gas.

Cálculo de densidad

A partir de la ecuación del gas ideal, se puede calcular la densidad de un gas:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{R \cdot T}$$



Química

Dado que n es la relación entre la masa y la masa molar:

$$n = \frac{m \text{ (masa)}}{M \text{ (masa molar)}}$$

La densidad se puede calcular a partir de la siguiente ecuación:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Debido a que en un gas las moléculas están muy separadas la densidad es muy baja en condiciones habituales. Por esta razón, la densidad de los gases se expresa comúnmente en g/L (gramos por litro) o g/dm³ (gramos por decímetro cúbico).

Cálculo de masa molar de una sustancia gaseosa

A partir de la ecuación del gas ideal, se puede calcular también la masa molar de un gas:

$$M = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P}$$

Mezcla de gases ideales

Presiones parciales. Ley de Dalton

En los casos que implican mezclas de gases, la presión total se relaciona con las presiones parciales, es decir, las presiones que ejercen cada uno de los gases presentes en dicha mezcla. Dalton formuló una ley, que establece que “la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo”.

En una mezcla gaseosa, formada por ejemplo por tres gases, A, B y C, la presión total es el resultado de las colisiones de las moléculas de los tres gases, contra las paredes del recipiente. Por lo tanto, de acuerdo con la ley de Dalton:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C$$

Para una mezcla de gases, la presión total P_T depende sólo de la cantidad total de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas de cada gas, por lo tanto es posible calcularla a partir de la ecuación del gas ideal.

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$$

En esta ecuación, “ n_T ” es la cantidad total de gas en la mezcla.

En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por:



Química

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

La presión parcial de un gas en una mezcla, puede calcularse a partir de la ecuación del gas ideal.

$$P_{\text{gas}_A} = \frac{n_{\text{gas}_A} \cdot R \cdot T}{V(\text{recipiente})}$$

Fracción molar (X)

La fracción molar es un número adimensional (sin unidades) que indica la relación de la cantidad de moléculas de un componente y la cantidad de moléculas de todos los componentes presentes. En una mezcla gaseosa relaciona el número de moles de uno de los gases presentes con el número de moles totales de la mezcla.

El valor de la *fracción molar* de cada gas en una mezcla es siempre menor a 1, excepto cuando no se trate de una mezcla y esté presente una sola sustancia gaseosa en el recipiente, en este caso, el valor de la fracción molar será 1.

Por ejemplo, en una mezcla de dos gases A y B, la fracción molar de cada gas se calcula:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T} \quad \text{y} \quad X_B = \frac{n_B}{n_T}$$

A partir de los datos de las fracciones molares y de la presión total, es posible calcular las presiones parciales:

$$P_A = X_A \cdot P_T \quad \text{y} \quad P_B = X_B \cdot P_T$$

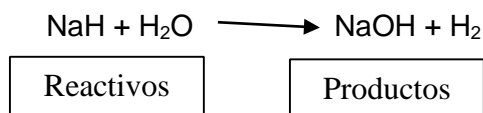


Química

Reacciones químicas

Una reacción química es un proceso en el cual las sustancias llamadas reactivos sufren una transformación en la que se produce la ruptura y formación de enlaces, lo que da lugar a un reordenamiento de las partículas que intervienen, de tal manera que se forman nuevas sustancias llamadas productos.

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. Por ejemplo, para la formación del hidróxido de sodio (NaOH):



Como ya se ha visto en unidades anteriores, en una reacción química se cumple que la masa se conserva (y el tipo y número de átomos de cada elemento). Esto debe evidenciarse en cada ecuación química: debe contener el mismo número de cada tipo de átomos a cada lado de la flecha. Cuando este requisito se cumple se dice que la ecuación está balanceada.

Balanceo de Ecuaciones Químicas

A continuación, se propone una forma de balancear las ecuaciones químicas. Para ello es necesario tener en cuenta la siguiente clasificación.

- **Reacciones de tipo I:** No hay cambios en el número de oxidación entre los reactivos y productos. Las ecuaciones químicas de estas reacciones pueden igualarse por tanteo.

- **Reacciones de tipo II:** En las reacciones de óxido-reducción o reacciones redox, uno o más elementos cambian su estado de oxidación al transformarse los reactivos en los productos. Se clasifican a su vez en:

- ***Reacciones en vía seca:*** Son aquellas que no ocurren en solución acuosa, las reconocemos por la ausencia de $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ en la ecuación química. Se igualan por el método del número de oxidación.

- ***Reacciones en vía húmeda:*** Son aquellas que ocurren en solución acuosa. Las reconocemos por la presencia de $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ en la ecuación química y porque las sustancias se encuentran en



Química

solución acuosa (ac). Dependiendo del pH del medio de reacción tendremos, reacciones en medio ácido o en medio básico.

Conceptos importantes

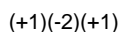
Número (estado) de oxidación: es igual a la carga que un átomo de ese elemento adopta o adoptaría si se encuentra o encontrase en una unión iónica pura. Las reglas generales para asignar números de oxidación se indicaron en el apunte de Uniones Químicas de la Unidad 2.

Oxidación: proceso por el cual una especie química pierde electrones. La especie que se oxida es aquella que contiene al elemento que aumenta su número de oxidación.

Reducción: proceso por el cual una especie química gana electrones. La especie que se reduce es aquella que contiene al elemento que disminuye su número de oxidación.

Método del número de oxidación

- 1- Determinar los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción a partir de la ecuación química que la representa. El número de oxidación generalmente se indica, con su respectivo signo delante, arriba del símbolo químico del elemento. Por ejemplo:

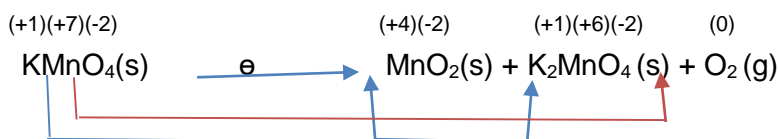


- 2- Identificar los cambios en los números de oxidación.
- 3- Plantear dos hemiecuaciones (oxidación y reducción) para los pares de átomos que cambian su número de oxidación. Efectuar el balance estequiométrico (balance de masa) y eléctrico (balance de carga). Se entiende por balance estequiométrico el llegar al mismo número de átomos de cada elemento a la izquierda y a la derecha de la flecha en cada hemiecuación. Se entiende por balance eléctrico el llegar al mismo número de cargas a la derecha y a la izquierda de la flecha en cada hemiecuación. Para ello se agregan (suman) tantos electrones como sean necesarios del lado que corresponda de cada hemiecuación.
- 4- Igualar el número de electrones perdidos en la oxidación con los ganados en la reducción. Identificar el número de electrones intercambiados que se indica en cada hemiecuación. En caso de ser diferentes, multiplicar cada hemiecuación de manera que el número de electrones intercambiados sea el mismo.
- 5- Sumar miembro a miembro ambas hemiecuaciones y simplificar los electrones.
- 6- Igualar la ecuación global empleando de ser necesario un ligero tanteo.

**Química**

7- Verificar que la combinación de coeficientes sea aquella que contenga números enteros y que a su vez sean los menores posibles.

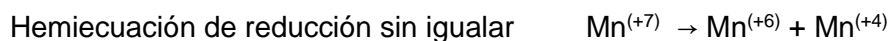
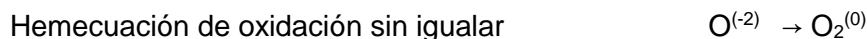
Ejemplo: descomposición térmica del permanganato de potasio



Al determinar los números de oxidación de cada átomo en las sustancias intervinientes en la reacción, encontramos que:

- El oxígeno (estado de oxidación -2) del KMnO_4 se oxida a O_2 (estado de oxidación 0)
- El manganeso (estado de oxidación +7) del KMnO_4 se reduce a Mn con estado de oxidación +4 en el MnO_2 y se reduce a Mn con estado de oxidación +6 en el K_2MnO_4

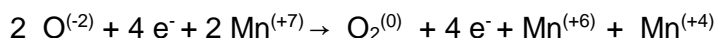
Escribimos las ecuaciones de oxidación y de reducción.



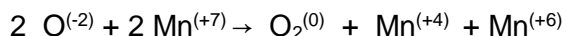
Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente.



Como el número de electrones es el mismo no es necesario multiplicar en forma invertida y al sumar ambas hemiecuaaciones, resulta:



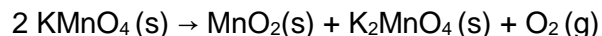
Simplificando el número de electrones:



Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:



Química



Método del ion-electrón

- 1- Ionizar aquellas especies que sean electrolitos: ácidos, bases o sales. No se ionizan ni el agua, ni el peróxido de hidrógeno, ni los gases ni las sustancias poco solubles ni los óxidos de no metales. Tampoco se ionizan los electrolitos débiles ya que están poco ionizados y además conviene escribirlos en forma molecular para facilitar el balanceo.
- 2- Identificar el medio en el que ocurre la reacción.
 - Las reacciones químicas que se producen en **medio ácido**, son aquellas en las que intervienen uno o más ácidos (por ejemplo, oxoácidos o hidrácidos). Las especies que se utilizan para balancear una ecuación redox en medio ácido son: H^+ , H_2O y electrones.
 - Las reacciones químicas que se producen en **medio básico**, son aquellas en las que intervienen iones hidróxido. Las especies que se utilizan para balancear una ecuación redox en medio básico son: OH^- , H_2O y electrones.
- 3- Indicar los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción.
- 4- Identificar aquellas especies donde haya átomos que cambien su número de oxidación.
- 5- Plantear los dos sistemas o hemiecuaciones (oxidación y de reducción). En este caso, las hemiecuaciones se escriben con los iones o moléculas, según corresponda, de las especies que contienen los átomos que cambian su número de oxidación.
- 6- Efectuar el balance eléctrico.
- 7- Efectuar el balance estequiométrico de átomos de oxígeno e hidrógeno. Para ello, se procede del siguiente modo:
 - a. En medio ácido
 - i. Se cuenta el número de átomos de oxígeno a cada lado de la flecha. La diferencia entre éstos indica el número de moléculas de agua que hay que agregar del lado en el que hay menos oxígeno (o que falta oxígeno). Luego, se iguala el número de átomos los hidrógenos como se indica en ii.
 - ii. El número de átomos de hidrógeno que aportan las moléculas de agua nos indica el número de iones hidrógeno (H^+) que se tienen que poner del otro lado de la flecha. Si hubiera hidrógeno en ambos lados, la diferencia entre estos indica el número de iones H^+ que hay que agregar del lado en el que hay menos hidrógeno.

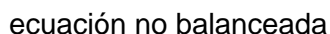
b. En medio básico:

- i. Se cuenta el número de átomos de oxígeno a cada lado de la flecha. La diferencia entre éstos indica el número de moléculas de agua que hay que agregar del lado en el que hay más átomos de oxígeno y al otro lado de la flecha se agregan el doble de iones hidróxido (OH⁻).
- ii. Se cuenta el número de átomos de hidrógeno a cada lado de la flecha. Si no es el mismo número, la diferencia entre estos indica el número de iones hidróxido que se suman del lado en el que hay más átomos de hidrógeno y del otro lado, se coloca un número igual de moléculas de agua.

8- Identificar el número de electrones intercambiados en cada una de las hemiecuaciones. En caso de ser diferentes, multiplicar cada hemiecuación por un número entero (y lo más bajo posible) de manera que el número total de electrones intercambiados sea el mismo y así cumplir con el principio de electroneutralidad.

9- Igualar la ecuación global empleando de ser necesario un ligero tanteo para aquellos átomos cuyo número de oxidación no cambia.

Ejemplos:



Medio ácido

La presencia de H_2O y especies en solución acuosa (ac) indica que la reacción ocurre por vía húmeda

Al determinar el número de oxidación de cada átomo, nos encontramos que:

- El cloro (estado de oxidación -1) del KCl se oxida a Cl_2 (estado de oxidación 0)
- El manganeso (estado de oxidación +7) del KMnO_4 se reduce a Mn^{2+} (estado de oxidación +2) en el MnSO_4 .


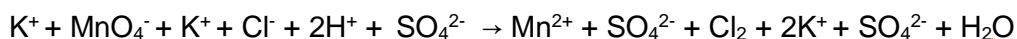


Química

Por lo que confirmamos que se trata de una reacción de tipo II (óxido reducción)

Realizaremos la igualación por el **método de ion-electrón**.

Primero reescribimos la ecuación química en forma ionizada/disociada:



Notar las especies que no se ionizan.

Escribimos las ecuaciones de oxidación y reducción...

Hemiecuación de oxidación sin balancear: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Hemiecuación de reducción sin balancear: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente. Para el balance estequiométrico de los átomos de oxígeno del MnO_4^- , notemos que la reacción ocurre en medio ácido, por lo que seguiremos los pasos que se han indicado para dicho caso.

Hemiecuación de oxidación: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Hemiecuación de reducción: $5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Para que el número de electrones que se ceden en la reacción de oxidación sea igual al número de electrones ganados por las especies que se reducen, la reacción de oxidación debe ocurrir 5 veces por cada 2 veces que ocurre la de reducción. De esta manera, se cederán 10 electrones en la oxidación y se ganarán 10 electrones en la reducción.

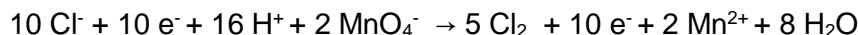
Hemiecuación de oxidación: $5 \times (2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-)$

Hemiecuación de reducción: $2 \times (5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O})$

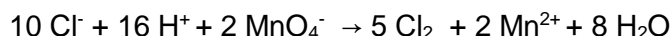
Al multiplicar por dichos coeficientes y sumar ambas hemiecuaciones, resulta:



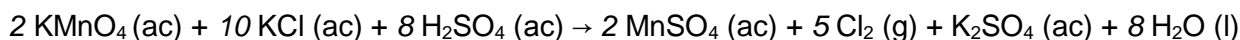
Química



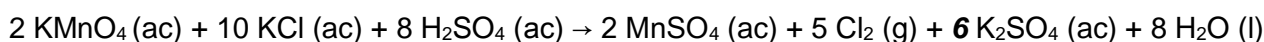
Simplificando el número de electrones, que es igual a ambos lados de la flecha, queda:



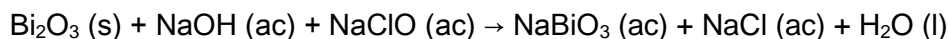
Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:



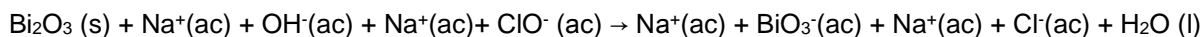
Las especies que no participan en la reacción redox, no son balanceadas por el procedimiento anterior (observar lo que sucede con el número de iones K^+ y SO_4^{2-}). Terminamos el ajuste por tanteo:



A continuación, se presenta un ejemplo de balanceo por el método ion-electrón en medio básico (notar que la presencia de NaOH indica que el medio es básico) para ilustrar la diferencia en el balance estequiométrico de oxígeno e hidrógeno.



Primero reescribimos la ecuación química en forma ionizada/disociada:



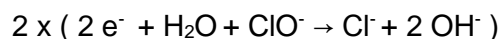
Notar las especies que no se ionizan.

Escribimos las hemiecuaciones de oxidación y reducción. Balanceamos ambas ecuaciones estequiométrica y electrónicamente.

Hemiecuación de oxidación:



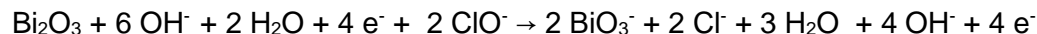
Hemiecuación de reducción:



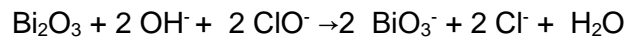


Química

Al multiplicar por los coeficientes adecuados y sumar ambas hemiecuaciones, resulta:



Se puede simplificar el número de electrones ya que es el mismo a ambos lados de la flecha. En el caso de las moléculas de agua (que también aparecen en ambos lados de la flecha), se incorporan dos moléculas de agua como parte de los reactivos y se forman tres como parte de los productos, por lo cual, la cantidad neta de moléculas de agua que deben indicarse es la diferencia en el lugar que corresponde, en este caso: una molécula de agua en los productos.



Por último, trasladamos los coeficientes obtenidos a la ecuación original:

